

Chimie :

- thermodynamique repose sur deux notions, l'énergie et l'entropie avec deux principes.

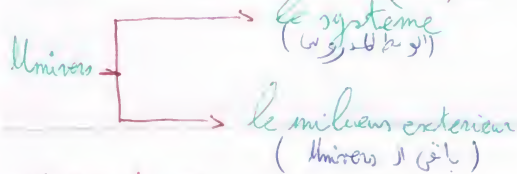
- 1^{er} principe :

• étudier les transferts d'énergie chaleur (Q), travail (W) au cours des réactions chimiques.

- 2^{ème} principe :

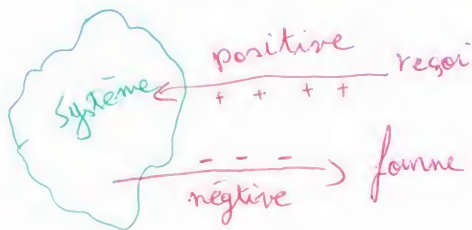
• prévoir l'évolution d'une transformation de la matière

- Définition : (تعريف)



• **Système fermé :** aucun échange de la matière avec l'extérieur. échange l'énergie possible.
(المادة لا تخرج ولا تدخل، فقط الطاقة)

• **Système isolé :** aucun échange avec l'extérieur (ni matière, ni énergie).
(لا تخرج ولا تدخل، ولا طاقة)



- état du système :

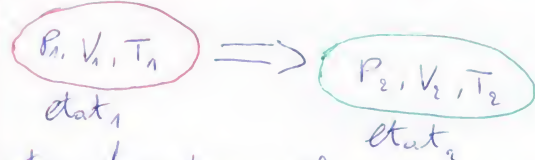
• **variable d'état :** P, V, T, n, d , etc. ...

• **variables extensives :** (متغيرات واسعة الانتشار)
(متغيرات تتناسب مع كمية المادة)
proportionnelles avec à la quantité de la matière

• **variables intensives :** (متغيرات مكثفة)
(متغيرات لا تعتمد على كمية المادة)
indépendantes de la quantité de matière

• **état d'équilibre thermodynamique :** les variables d'état sont invariantes (constantes).
(حالة التوازن الديناميكي)

- transformation d'un système :



• transformation isotherme : $T = cte$

• " isobar : $P = cte$

• " isochore : $V = cte$

• " adiabatique : sans échange de chaleur

• " réversible : système est à l'équilibre

• " irréversible : (غير متوازن، غير متوازن)
(غير متوازن، غير متوازن)

fonction d'état: (F)

$$\Delta F = F_{\text{état final}} - F_{\text{état initial}}$$

- Si F d'état (H, U, S) $\Rightarrow dF$
- Si F n'est pas d'état (W, Q) $\Rightarrow \delta F$

dF : différentielle totale exacte.

δF : // inexacte.

Rapport Stœchiométrique des réactifs:

$$R = \frac{\text{nombre de mole réactif 1}}{\text{réactif 2}}$$

Equation d'état des gazes parfaits:

loi avogadro

$$C_{\text{gs}} = \frac{n}{V} = \text{cst} ; T \text{ et } p = \text{cst}$$

loi de Boyle

$$P \cdot V = \text{cst} ; n \text{ et } T = \text{cst}$$

loi de Charles

$$p = \text{cst} , \frac{V}{T} = \text{cst}$$

$$T(K) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

loi de Gay-Lussac

$$\frac{P}{T} = \text{cst} ; V = \text{cst}$$

$$\frac{P \cdot V}{n \cdot T} = R = \text{constante}$$

$$R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$= 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$= 1,987 \text{ cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$= 62,36 \text{ mm} \cdot \text{Hg} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$= 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$= 1,01325 \text{ bar}$$

$$= 760 \text{ torr (mm Hg)}$$

$$= 1,0332 \text{ at}$$

$$= 14,69595 \text{ psi}$$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

- mélange de gaz, pression partielle

$$P_{\text{total}} = \frac{n_{\text{total}} RT}{V} = \frac{(n_1 + n_2) RT}{V}$$
$$= P_1 + P_2$$

$$P_i = \frac{n_i RT}{V}$$

$$P_i = X_i \times P_T = \frac{n_i}{n_T} \times P_T$$
$$= \frac{n_i}{n_T} \times \frac{(n_1 + n_2) RT}{V}$$

↑
pression partielle

$$X_i = \frac{n_i}{n_T} \leftarrow \text{fraction molaire}$$

• Le travail W : (العمل W)

القانون العام :

$$W = - \int_{V_1}^{V_2} P \cdot dV$$

• réversible (في حالة التوازن *Equilibre*)

$$W_{rev} = - n R T \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) \quad \text{p=ct}$$

• irréversible (في حالة يكون عرسي *Spontanée*)

$$W_{irrev} = - P [V_2 - V_1] \quad \text{p=ct}$$

• chaleur Q : (الحرارة Q)

القانون العام :

$$Q = n C \int_{T_1}^{T_2} dT$$

• إذا كان $P = \text{ct}$

$$Q_p = n C_p \int_{T_1}^{T_2} dT$$

• إذا كان $V = \text{ct}$

$$Q_v = n C_v \int_{T_1}^{T_2} dT$$

وحدة $J \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1}$: C_p و C_v

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v} \quad \left. \begin{array}{l} \text{Relation} \\ \text{demoyer} \end{array} \right\}$$

$$C_p - C_v = R$$

Energie interne U d'un Système

$$dU = \delta Q + \delta W \Rightarrow \Delta U = Q + W$$

و أيضا قانون آخر :

$$\Delta U = n \cdot C_v \int_{T_0}^{T_1} dT$$

في هذه الحالة $V = \text{ct}$ و $\delta W = 0$

$$\Delta U = Q_v$$

Systeme adiabatique ($Q = 0$)

$$P_0 \cdot V_0^\gamma = P_1 \cdot V_1^\gamma$$

$$T_0 \cdot P_0^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = T_1 \cdot P_1^{\frac{1-\gamma}{\gamma}}$$

$$T_0 \cdot V_0^{\gamma-1} = T_1 \cdot V_1^{\gamma-1}$$

(ΔH) : energie enthalpie

$$\Delta H = \Delta U + P V$$

$$\Delta H = n \cdot C_p \int_{T_1}^{T_2} dT$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta(P \cdot V)$$

$$dH = dU + d(P \cdot V)$$

$$= dU + P dV + V dP$$

Thermochimie

$$\Delta U = Q + W$$

$$= Q - P(V_2 - V_1)$$

$$U_2 - U_1 = Q_p - P(V_2 - V_1)$$

$$(U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1) = Q_p$$

$\Delta H = Q_p$, la variation de l'enthalpie

$$H_2 - H_1 = Q_p \quad (\text{me})$$

$$1 \text{ me} = 1 \text{ cal}$$

$$(\Delta V \approx 0)$$

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V \Rightarrow \Delta H = \Delta U$$

$$(\Delta V \neq 0)$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n(RT)$$

$\Delta H < 0$: exothermique

$\Delta H > 0$: endothermique

Loi de Hess

$$\Delta H_r = \sum V_i \Delta H_{f,i}^{\text{(produit)}} - \sum V_i \Delta H_{f,i}^{\text{(réactif)}}$$

$$\Rightarrow \boxed{\text{المنتج} - \text{المتفاعل}}$$

$$\Rightarrow$$

Loi de Kirchhoff

$$\Delta H_{T_2} = \Delta H_{T_1}^0 + \int_{T_1}^{T_2} \Delta C_p dT$$

• calorimétrie :

$$Q_1 = | -Q_2 |$$

$$Q_2 = m_1 \cdot C_p (T_{eq} - T_1)$$

$$= m_1 \cdot C_p \Delta T$$

$$Q_2 = K \cdot \Delta T \quad (\text{calorimétrie})$$

$$= K (T_{eq} - T_2)$$

$$= m \cdot C (T_{eq} - T_2)$$

$$Q = m \cdot L \quad (\text{latente})$$

